

Corteza del átomo. Estructura electrónica del átomo

Espectros atómicos

La luz blanca al pasar por un prisma se descompone en luz de diferentes colores. (arco iris).

Cada color corresponde a una longitud de onda y frecuencia y por tanto a una energía ($E = h \cdot f$).

Los cuerpos sólidos incandescentes producen luz blanca y dan espectros continuos.

Los gases calientes y sólidos volatilizados en una llama o mediante descargas eléctricas (tubo de Geissler), dan espectros discontinuos y característicos de cada elemento \Rightarrow rayas o líneas coloreadas sobre fondo negro o separadas por espacios negros.

Los espectros se realizan a través de los espectrocopios: Aparato que tiene tres partes:

+Fuente de alimentación luminosa(llama, tubo Geissler..)

+Analizador.

+ Registrador. Incorpora una escala de longitudes de onda para identificar los rayos.

El origen de estas radiaciones es la energía que el átomo devuelve (cuando previamente fue excitado y la absorbió) al volver al estado fundamental. Los electrones deben ser los que absorben la energía.

Modelo atómico de Bohr.

El modelo de Rutherford no es estable (los electrones perderían energía y caerían por ser una carga acelerada, según las leyes del Electromagnetismo).

Rutherford no tuvo en cuenta los trabajos publicados en la época (hipótesis de Planck, efecto fotoeléctrico, espectros...) y por eso cometió errores.

Bohr tuvo en cuenta estos fenómenos, interpretó los espectros y dió un nuevo modelo atómico resumido en tres postulados:

1º Un electrón puede girar en torno al núcleo sin emitir energía en determinadas **órbitas** llamadas **estacionarias**.

2º Las órbitas permitidas cumplen una condición. $m \cdot v \cdot r = n \cdot h / 2 \pi$. a estas órbitas se les llamó niveles de energía y se les representó por el valor $n = 1, 2, 3, \dots \Rightarrow$ número cuántico principal.

3º Cuando un electrón emite energía, cae de una órbita a otra estacionaria más próxima al núcleo. Si capta energía ocurre lo contrario.

$$\Delta E = E_2 - E_1 ; \Delta E = h \cdot f \quad (\text{energía emitida en forma de radiación.})$$

Correcciones al átomo de Bohr.

Sommerfeld ---Subniveles de energía---

Sommerfeld dijo que las órbitas podían ser elípticas, esto explicaba el desdoblamiento de las rayas espectrales observadas al realizar los espectros con espectroscopios de mayor resolución. Se determinó que las rayas de los anteriores espectros estaban formadas por varias rayas muy próximas.

Los niveles definidos por Bohr serían varios posibles muy próximos.

El subnivel viene diferenciado por el 2º número cuántico l (azimutal o secundario) . $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ según la excentricidad de la elipse.

Efecto Zeeman --Número cuántico magnético--

Los rayos espectrales sufrían un nuevo desdoblamiento al realizarse el espectro bajo la acción de un campo magnético intenso. Esto se interpretó como que era debido a la diferente orientación de las órbitas en el espacio. Este desdoblamiento debido al campo magnético se conoce como efecto Zeeman.

Se introduce un nuevo número cuántico $m = \dots -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, \dots, (-l, 0, +l)$. Este es llamado magnético y representa las diferentes orientaciones de las órbitas en el espacio dentro de una misma energía (subnivel).

El giro del electrón. Número cuántico de espín.

Para cada subnivel y orientación dentro del subnivel, el electrón puede tener un sentido de giro (espín) o el contrario. Sus valores son $m_s = \pm 1/2$. Esto se dedujo tras un nuevo desdoblamiento observado en los espectros en el que todas las rayas observadas anteriormente se desdoblaban en dos.

Distribución de los electrones dentro del átomo

Se deben tener en cuenta las siguientes condiciones:

+ Los electrones ocupan los niveles de energía menor posible.
+ No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales: "Principio de exclusión de Pauli".

+ Los electrones que están en órbitas de igual energía tienden a estar desapareados."Principio de máxima multiplicidad de Hund"

La regla de Moeller (conocida de cursos anteriores) tiene en cuenta estas observaciones y permite realizar de forma rápida la distribución de los electrones en un átomo determinado

Modelo actual del átomo:

El electrón se considera una especie de nube de carga negativa dispersa alrededor del núcleo. Los valores de los cuatro números cuánticos determinan los valores de la energía permitida en un átomo y se conoce con el nombre de **orbital**.